

Des atomes aux molécules

Qu'est-ce qu'une liaison covalente ?

1) Comment se forment les molécules ?

→ activité : Les liaisons des molécules colorées

Les atomes étant instable existent rarement isolés, à l'exception des gaz nobles qui existent sous forme d'atomes isolés, ils font former des molécules et des ions. La stabilité chimique des gaz nobles provient de leur structure électronique en **duet** ou en **octet**.

1) La liaison covalente

Dans une molécule, les liaisons unissant les atomes sont appelées liaisons covalentes.

Une liaison covalente entre deux atomes est due à la mise en commun de deux électrons (un par atome). Ces deux électrons constituent un doublet liant.

Les électrons mis en commun appartiennent à chacun des deux atomes et doivent être pris en compte dans le décompte des électrons de chaque atome.

2) Le respect des règles du duet et de l'octet

Au sein d'une molécule, les atomes tendent à compléter leur couche électronique externe pour atteindre deux ou huit électrons, en partageant des électrons avec d'autres atomes. Chaque liaison formée permet à l'atome de gagner un électron sur sa couche externe.

Exemples :

- Dans une molécule de dihydrogène H_2 , les 2 atomes d'hydrogène mettent en commun leur électron pour former un doublet d'électrons. Ce doublet appartenant à chacun des atomes, ces derniers acquièrent une structure stable en duet (ils ont 2 e^- sur leur couche externe).

- Dans une molécule de dioxygène O₂, les 2 liaisons formées permettent à chaque atome d'oxygène de gagner 2 électrons et d'atteindre donc une structure stable en octet.

3) La représentation de Lewis d'une molécule

Dans la représentation, ou formule de Lewis, d'une molécule :

- le symbole de l'élément représente le noyau et les électrons internes de l'atome ;
- les doublets d'électrons externes sont représentés par des tirets. Une liaison simple est notée A – B, une liaison double A = B ... Les autres doublets, constitués par les paires d'électrons externes ne participant pas à une liaison chimique, sont appelés doublets non liants qui sont représentés par des tirets situés autour de l'atome auquel ils appartiennent.

Méthode et exemple avec la molécule de fluorure d'hydrogène HF :

<p>1. Chercher le numéro atomique de chaque atome, puis écrire la formule électronique.</p>	<p>H ($Z = 1$) : K^1 F ($Z = 9$) : $K^2 L^7$</p>
<p>2. Déterminer le nombre d'électrons manquant à chaque atome pour atteindre une structure stable; en déduire le nombre maximal de liaisons n_e que peut établir cet atome.</p>	<p>n_e (H) = $2 - 1 = 1$ (structure stable en duet) n_e (F) = $8 - 7 = 1$ (structure stable en octet)</p>
<p>3. Placer, entre les atomes, autant de doublets liants qu'il est possible.</p>	<p>Chaque atome peut établir une liaison : H – F</p>
<p>4. Pour chaque atome, déterminer le nombre d'électrons de la couche externe, qui ne sont pas engagés dans un doublet liant.</p>	<p>- L'unique électron de la couche externe de l'hydrogène est engagé dans une liaison covalente : il ne reste aucun électron sur sa couche externe. - Un électron de la couche externe de l'atome de fluor est engagé dans une liaison covalente : il reste donc $7 - 1 = 6$ électrons sur sa couche externe.</p>
<p>5. En déduire le nombre de doublets non liants entourant chaque atome de la molécule (les électrons s'appariant en doublets).</p>	<p>Les 6 électrons externes du fluor, non engagés dans des doublets liants, s'apparient en 3 doublets non liants.</p>
<p>6. Placer les doublets non liants autour de chaque atome (vérifier que les règles du duet ou de l'octet sont respectées).</p>	<p>H respecte la règle du duet et F, la règle de l'octet : $\text{H} - \overline{\text{F}}$</p>

2) Quelle est la géométrie des molécules ?

→ activité : Molécules en 3D

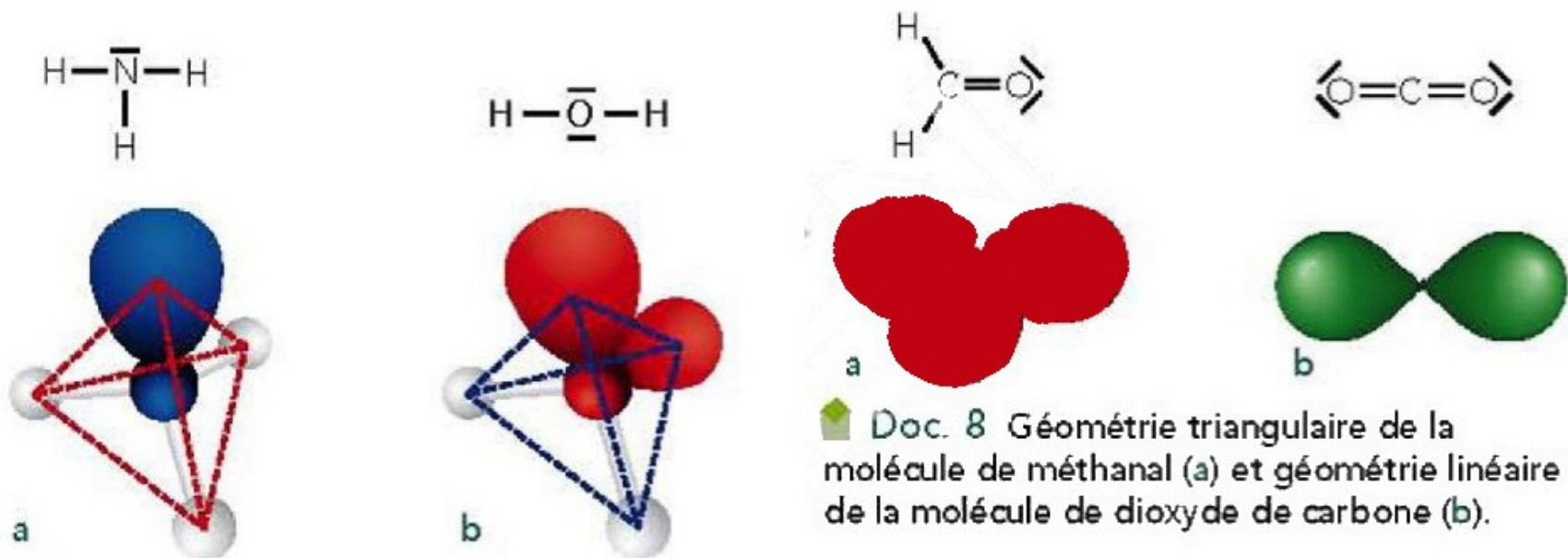
1) Répulsion des doublets d'électrons

L'agencement des liaisons peut-être déterminé à partir de la représentation de Lewis : les doublets d'e⁻ d'un même atome se repoussent et se placent le plus loin possible les uns des autres, de façon à minimiser leurs répulsions.

Conclusion : La structure spatiale d'une molécule est celle dans laquelle les doublets d'électrons, liants et non liants autour de chaque atome, s'écartent au maximum les uns des autres.

2) Préviation de la géométrie

- ▶ La répulsion électrique entre doublets impose une disposition tétraédrique pour quatre doublets se repoussant dans une molécule.
- ▶ Dans la molécule d'ammoniac (doc. 7a), l'atome d'azote est entouré de trois doublets liants et d'un doublet non liant disposés tétraédriquement : la molécule est une pyramide à base triangulaire.
- ▶ Dans la molécule d'eau (doc. 7b), l'atome d'oxygène est entouré de deux doublets liants et de deux doublets non liants : elle est coudée.
- ▶ D'autres géométries existent. En l'absence de doublet non liant sur l'atome central, les molécules de méthanal (doc. 8a) et de dioxyde de carbone (doc. 8b) sont respectivement triangulaire et linéaire



Doc. 8 Géométrie triangulaire de la molécule de méthanal (a) et géométrie linéaire de la molécule de dioxyde de carbone (b).

Doc. 7 Molécules d'ammoniac (a) et d'eau (b). Dans ces molécules, seuls les doublets non liants sont figurés par des ballons colorés.

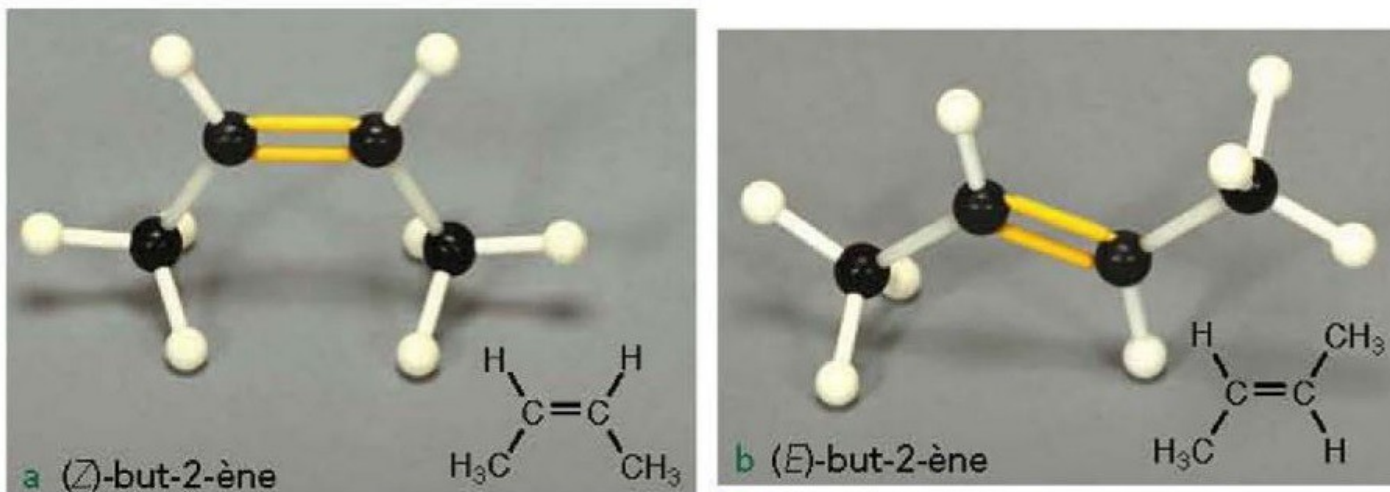
3) Qu'est-ce que l'isomérisie Z / E ?

1) Définition

Les modèles moléculaires du but-2-ène C_4H_8 , de formule semi-développée, $CH_3 - CH = CH - CH_3$, montrent que cette molécule peut exister sous 2 formes isomères.

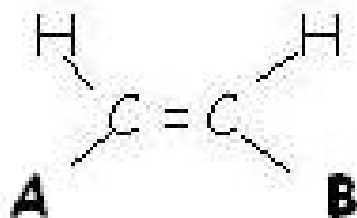
Ces molécules diffèrent par la position des 2 atomes d'hydrogène, par rapport à l'axe de la double liaison $C = C$. Les atomes d'hydrogène se situent soit du même côté de la liaison $C = C$ ou soit de part et d'autre de cette liaison.

En effet, la libre rotation autour de la double liaison $C = C$ n'est pas possible.

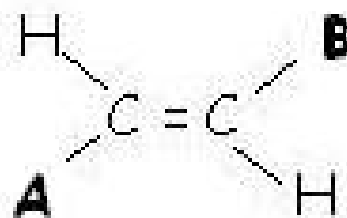


Conclusion : L'absence de rotation possible autour d'une double liaison C=C est la cause de l'isomérie Z/E. Lorsque, de part et d'autre de la double liaison d'un composé $\text{CHA} = \text{CHB}$, les groupements d'atome A et B ne sont pas des atomes d'hydrogène H, il existe deux isomères appelés Z et E :

- dans l'isomère Z, les 2 atomes d'hydrogène se trouvent du même côté de la double liaison ;
- dans l'isomère E, ils se trouvent de part et d'autre.



Z: zusammen
(ensemble)



E: entgegen
(opposé)

2) Passage d'un isomère à l'autre

Pour passer d'un isomère à un autre, il faut qu'une rotation puisse se produire et donc rompre la double liaison. Cela demande de l'énergie qui peut provenir d'une radiation électromagnétique d'énergie convenable .

En éclairant un isomère Z, il est parfois possible de rompre la double liaison et d'obtenir ainsi l'isomère E et inversement C'est une photo-isomérisation.

Ce phénomène est à l'origine du processus de la vision.

